PART5　弱酸・弱塩基の電離平衡

目標　・電離定数を使って，弱酸や弱塩基の pH を求められるようになろう！

Chapter1　電離定数

要点

電離定数

弱酸　：$HX \rightleftarrows H^+ + X^-$　　$K_a = \dfrac{[H^+][X^-]}{[HX]}$

弱塩基：$YOH \rightleftarrows Y^+ + OH^-$　　$K_b = \dfrac{[Y^+][OH^-]}{[YOH]}$

◆ 弱酸の電離定数 K_a　重要

弱酸は電離度 α が小さいため，電離が平衡状態になる。このような電離による化学平衡を**電離平衡**という。

$$HX \rightleftarrows H^+ + X^-$$

この反応の平衡定数は以下のように表すことができ，この平衡定数を**酸の電離定数** K_a という。

$$K_a = \frac{[H^+][X^-]}{[HX]}$$

◆ 弱塩基の電離定数 K_b　重要

弱塩基も電離度 α が小さいため，電離平衡の状態になる。

$$YOH \rightleftarrows Y^+ + OH^-$$

この反応の平衡定数は以下のように表すことができ，この平衡定数を**塩基の電離定数** K_b という。

$$K_b = \frac{[Y^+][OH^-]}{[YOH]}$$

電離定数は平衡定数であるため，温度が変化しない限り一定である。

まとめ

・弱酸（　　　　　　　　　）の電離定数は以下のようになる。

K_a =（　　　　　　）

Chapter2　弱酸のpH

要点

弱酸の pH

$\alpha = \sqrt{\dfrac{K_a}{c}}$　　$[H^+] = \sqrt{cK_a}$　　（c：初期濃度）

◆ 弱酸のpH　重要

弱酸 HX の初期濃度を cmol/L，電離度を α として電離定数 K_a を考えてみよう。

	HX	⇄	H^+	+	X^-	
反応前	c		0		0	
反応量	$-c\alpha$		$+c\alpha$		$+c\alpha$	
平衡後	$c(1-\alpha)$		$c\alpha$		$c\alpha$	(mol/L)

平衡後のデータを電離定数 K_a に代入すると以下のようになる。

$$K_a = \frac{[H^+][X^-]}{[HX]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

弱酸は通常，電離度 α が 1 に比べて非常に小さい（$\alpha \ll 1$）ため，$1-\alpha \fallingdotseq 1$ とみなすことができる。

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \fallingdotseq c\alpha^2$$

以上より，$\alpha = \sqrt{\dfrac{K_a}{c}}$ と導くことができる。

さらに，この α を $[H^+] = c\alpha$ に代入すると，$[H^+] = \sqrt{cK_a}$ となる。

まとめ

・弱酸の初期濃度を cmol/L，電離度を α，電離定数を K_a とすると，次のように表すことができる。

α =（　　　　），$[H^+]$ =（　　　　　）

Chapter3　弱塩基のpH

要点

弱塩基の pH

$\alpha = \sqrt{\dfrac{K_b}{c}}$　　$[OH^-] = \sqrt{cK_b}$　　（c：初期濃度）

◆ 弱塩基のpH

弱塩基 YOH の初期濃度を $c$mol/L，電離度を α，電離定数を K_b とすると以下のように表すことができる。

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}} \qquad [OH^-] = \sqrt{cK_b}$$

弱酸の公式の K_a を K_b に，$[H^+]$ を $[OH^-]$ に変えるだけでよい。

弱酸の公式をしっかりと押さえておこう。

まとめ

・弱塩基の初期濃度を $c$mol/L，電離度を α，電離定数を K_b とすると，次のように表すことができる。

α =（　　　　），$[OH^-]$ =（　　　　）

Chapter4　演習問題

問　(1)　0.10mol/L の酢酸水溶液の pH を有効数字 2 桁で求めよ。ただし，電離度 α は 1 に比べて非常に小さいとする。また，酢酸の電離定数は $K_a = 2.7 \times 10^{-5}$ mol/L，log2.7 = 0.43 とする。

(2)　0.20mol/L のアンモニア水の pH を有効数字 2 桁で求めよ。ただし，電離度 α は 1 に比べて非常に小さいとする。また，アンモニアの電離定数は $K_b = 2.0 \times 10^{-5}$mol/L，log2 = 0.30 とする。

< Note >

第 8 講　PART5　確認問題

問 1　酢酸の電離定数を $K_a = 2.7 \times 10^{-5}$mol/L とすると，3.0mol/L の酢酸水溶液の pH は（　ア　），電離度は（　イ　）となる。

　一方，アンモニアの電離定数を $K_b = 2.0 \times 10^{-5}$mol/L とすると，0.80mol/L のアンモニア水の pH は（　ウ　），電離度は（　エ　）となる。

(1)　文中の（　ア　）に当てはまる数として最も適当なものを，次の①～④のうちから一つ選べ。ただし，log3 = 0.48 とする。

① 1.0　　② 1.5
③ 2.0　　④ 2.5

(2)　文中の（　イ　）に当てはまる数として最も適当なものを，次の①～④のうちから一つ選べ。

① 1.0×10^{-3}　　② 3.0×10^{-3}
③ 6.0×10^{-3}　　④ 9.0×10^{-3}

(3)　文中の（　ウ　）に当てはまる数として最も適当なものを，次の①～④のうちから一つ選べ。ただし，log2 = 0.30 とする。

① 10.3　　② 10.6
③ 11.3　　④ 11.6

(4)　文中の（　エ　）に当てはまる数として最も適当なものを，次の①～④のうちから一つ選べ。

① 2.5×10^{-3}　　② 5.0×10^{-3}
③ 7.5×10^{-3}　　④ 1.0×10^{-2}

< Note >

第 8 講　化学平衡

PART1　平衡定数

問　2.4 mol

PART2　ルシャトリエの原理

問　(1)　左向き
(2)　移動しない
(3)　移動しない
(4)　左向き

PART3　工業的製法とルシャトリエの原理

問　(1)　発熱反応
(2)　③

PART4　水のイオン積・強酸強塩基のpH

問　12.7

PART5　弱酸・弱塩基の電離平衡

問　(1)　2.8
(2)　11

PART6　緩衝液・塩の加水分解

問　4.6

PART7　電離平衡の問題演習

Chapter2

問　3.0

Chapter3

問　4.6

Chapter4

問　⑴　2.8

⑵　4.6

⑶　加水分解 $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$ により水酸化物イオンを生じるため

PART8　溶解度積

問　⑴　$1.7 \times 10^{-10} (mol/L)^2$

⑵　小さくなる

PART9　溶解度積の応用

問　生じていない

第 8 講　PART5　確認問題　解答

問 1

(1)　③

解説：

酢酸は弱酸であり，$[H^+] = \sqrt{cK_a}$ が成り立つので，

$[H^+] = \sqrt{3.0 \times 2.7 \times 10^{-5}} = 9.0 \times 10^{-3}$(mol/L)

$pH = -\log(9.0 \times 10^{-3}) = 3 - 2\log 3 = 3 - 0.96 = 2.04$

$\fallingdotseq 2.0$

(2)　②

解説：

酢酸は弱酸であり，$\alpha = \sqrt{\dfrac{K_a}{c}}$ が成り立つので，

$$\alpha = \sqrt{\frac{2.7 \times 10^{-5}}{3.0}} = 3.0 \times 10^{-3}$$

(3)　④

解説：

アンモニアは弱塩基であり，$[OH^-] = \sqrt{cK_b}$ が成り立つので，

$[OH^-] = \sqrt{0.80 \times 2.0 \times 10^{-5}} = 4.0 \times 10^{-3}$(mol/L)

$pOH = -\log(4.0 \times 10^{-3}) = 3 - 2\log 2 = 3 - 0.60 = 2.40$

$pH = 14 - 2.40 = 11.60$

(4)　②

解説：

アンモニアは弱塩基であり，$\alpha = \sqrt{\dfrac{K_b}{c}}$ が成り立つので，

$$\alpha = \sqrt{\frac{2.0 \times 10^{-5}}{0.80}} = 5.0 \times 10^{-3}$$